

RECOPIULATORIO DE PREGUNTAS DE EXÁMENES (2019-2023)

ESTRUCTURA ATÓMICA

NOTA IMPORTANTE: Las aclaraciones entre paréntesis se incluyen para más información, pero no eran necesarias para alcanzar la máxima calificación en la correspondiente pregunta

🌀 2019 (junio, opción B)

1. a) Razone qué sustancia presentará un mayor punto de fusión, el I_2 o el Br_2 .

I_2 y Br_2 son moléculas covalentes apolares. Se unen entre sí mediante fuerzas de dispersión de London (interacciones dipolo instantáneo–dipolo inducido). Estas fuerzas aumentan al aumentar la masa molecular (o el tamaño molecular) y, por tanto, son mayores en el I_2 , que tendrá un punto de fusión mayor que el Br_2 (el I_2 es sólido a t.a. y el Br_2 es líquido).

b) Razone si las siguientes sustancias sólidas conducen o no la electricidad a temperatura ambiente: CsBr, Ag, SiO_2 .

El CsBr es un sólido iónico. Los iones están fijos en la red iónica y, por tanto, no conduce la corriente eléctrica en estado sólido.

La Ag es un metal. Los electrones pueden moverse a lo largo de la estructura y, por tanto, es un buen conductor de la electricidad.

El SiO_2 es un sólido covalente. Los electrones están localizados en los enlaces y, por tanto, no conduce la electricidad.

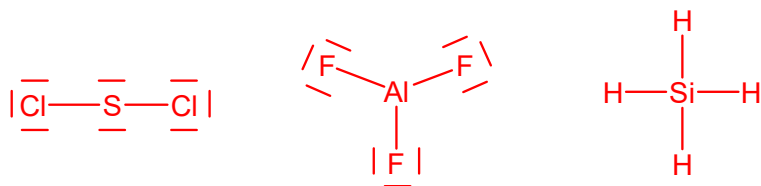
c) Explique los distintos puntos de ebullición del etano ($-88\text{ }^\circ\text{C}$), dimetil éter ($-25\text{ }^\circ\text{C}$) y etanol ($78\text{ }^\circ\text{C}$).

Los tres son sustancias covalentes moleculares, y por tanto sus puntos de ebullición dependen de las fuerzas intermoleculares. En las tres sustancias habrá enlaces de London (dipolo instantáneo–dipolo inducido), que serán de similar magnitud en las tres porque sus tamaños moleculares son similares. Estas serán las únicas fuerzas intermoleculares presentes en el etano (CH_3-CH_3), al ser una molécula apolar. El dimetil éter (CH_3-O-CH_3 , molécula angular) y el etanol (CH_3-CH_2OH) son moléculas polares, así que entre sus moléculas habrá además enlaces de van der Waals del tipo dipolo–dipolo. Pero en el etanol, además, habrá enlaces de H, pues el H está unido a un átomo pequeño y muy electronegativo (O). Por tanto, es de esperar que el punto de ebullición más alto sea el del etanol, seguido del éter y por último el del etano

🌀 **2019 (septiembre, opción B)**

1. Para cada una de las siguientes moléculas: SCl_2 , AlF_3 y SiH_4

a) Represente su estructura de Lewis.



b) Justifique su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones en la capa de valencia.

SCl_2 : el átomo central (S) está rodeado por 4 pares de electrones, lo que llevar a una geometría tetraédrica para minimizar las repulsiones entre ellos. Sin embargo, dado que dos pares de electrones son enlazantes y los otros dos pares son solitarios (molécula tipo AB_2E_2), la geometría real de la molécula es angular.

AlF_3 : el átomo central (Al) tiene 3 pares de electrones, lo que llevaría a una geometría triangular para minimizar las repulsiones entre ellos. Como los tres pares son enlazantes y no hay por tanto pares solitarios (molécula tipo AB_3E_0), la geometría de la molécula es trigonal plana (o triangular).

SiH_4 : el átomo central (Si) está rodeado de 4 pares de electrones, lo que llevaría a una geometría tetraédrica para minimizar las repulsiones entre ellos. Como los cuatro pares son enlazantes (molécula tipo AB_4E_0), la geometría de la molécula es tetraédrica.

c) Explique si son polares o apolares

SCl_2 : Los enlaces S-Cl son polares, y al ser la geometría angular los momentos dipolares no se anulan entre sí, por lo que la molécula es polar.

AlF_3 : aunque los enlaces Al-F son polares, al ser la geometría trigonal plana, el momento dipolar resultante es nulo y la molécula es apolar.

SiH_4 : aunque los enlaces Si-H son polares, al ser la geometría tetraédrica, el momento dipolar resultante es nulo y la molécula es apolar.

🌀 **2019 (mayores de 25, opción B)**

1. Dadas las siguientes sustancias a temperatura ambiente: H_2O , Co, LiCl y B_2O_3 , relacione justificadamente cada una de ellas con la descripción que mejor le corresponda:

a) Es un sólido aislante poco soluble en agua.

El B_2O_3 , porque es un sólido covalente.

b) Es un sólido buen conductor térmico y eléctrico.

El Co, porque es un metal (en el enlace metálico hay electrones con gran facilidad de movimiento).

c) Está formada por moléculas unidas por enlaces de hidrógeno.

El H_2O , porque en ella el H está enlazado a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño.

d) Es un sólido aislante, pero conduce la electricidad al ser disuelto en agua o fundirse.

El LiCl, porque es un sólido iónico. En estado sólido su estructura es una red cristalina en la que los iones carecen de movilidad y por tanto no conduce la corriente eléctrica. Pero al disolverse en agua o al fundirse los iones sí pueden desplazarse y por tanto conducen la electricidad.

☞ **2020 (julio)**

2. a) Las siguientes sustancias se encuentran en estado sólido a temperatura ambiente: LiI , Li y I_2 . Explique si en esas condiciones dichas sustancias conducen o no la corriente eléctrica, y por qué.

El LiI(s) no conduce la corriente eléctrica porque es un sólido iónico: los iones están fijos en la red iónica y, por tanto, no es conductor.

El Li(s) sí conduce la corriente eléctrica porque es un metal: los electrones pueden moverse a lo largo de la estructura y, por tanto, es un buen conductor de la electricidad.

El $\text{I}_2(\text{s})$ no conduce la electricidad porque es un sólido covalente: los electrones están localizados en los enlaces y, por tanto, no conduce la electricidad.

- b) ¿Cuál de las tres sustancias anteriores será más soluble en agua? Justifique su respuesta.

El LiI , porque es un sólido iónico. El Li es un metal, y no será soluble en agua, mientras que el I_2 está formado por moléculas apolares, por lo que no será muy soluble en agua.

- c) Ordene, justificadamente, según su punto de fusión: H_2O , LiF , CH_4 y CH_3COCH_3 .

El LiF será la de mayor punto de fusión, pues es un sólido iónico con una gran energía de red. El metano (CH_4) será la de menor punto de fusión, pues es una molécula apolar que establece únicamente enlaces de dispersión de London (de hecho, es un gas a temperatura ambiente). Entre la acetona (CH_3COCH_3) y el agua (H_2O), que son ambas sustancias covalentes con moléculas polares, las interacciones intermoleculares serán mayores en el agua, pues puede establecer enlaces de hidrógeno. Por tanto, el orden es:



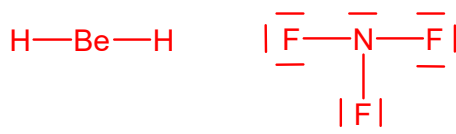
En concreto, los valores de los puntos de fusión son:



☞ **2020 (mayores de 25, opción A)**

1. Para cada una de las siguientes moléculas: BeH_2 y NF_3 :

- a) Represente su estructura de Lewis.



- b) Justifique su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones en la capa de valencia.

BeH_2 : el átomo central (Be) está rodeado por 2 pares de electrones, ambos enlazantes (molécula tipo AB_2E_0 , lo que lleva a una geometría lineal para minimizar las repulsiones entre ellos.

NF_3 : el átomo central (N) está rodeado por 4 pares de electrones, lo que llevaría a una geometría tetraédrica para minimizar las repulsiones entre ellos. Como tres pares son enlazantes y el cuarto no enlazante (AB_3E_1), la geometría de la molécula es de pirámide trigonal.

- c) Explique si son polares o apolares.

BeH_2 : aunque los enlaces Be-H son polares, al ser la geometría lineal, el momento dipolar resultante es nulo y la molécula es apolar.

NF_3 : los enlaces N-F son polares y al ser la molécula piramidal, los momentos dipolares no se anulan entre sí, por lo que la molécula es polar.

2020 (septiembre)

2. a) Dibuje el ciclo de Born-Haber para la formación del LiF(s) a partir de Li(s) y F₂(g), y determine su energía de red, ΔH_{red}[LiF(s)], a partir de los siguientes datos:

Entalpía de formación del LiF(s): ΔH_f^o = -594,1 kJ·mol⁻¹

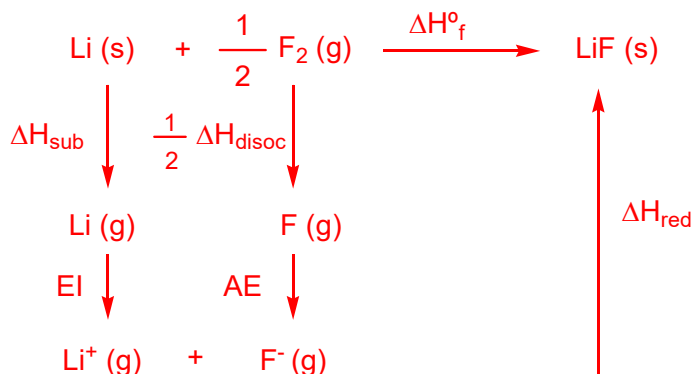
Entalpía de sublimación del Li: ΔH_{sub} = 155,2 kJ·mol⁻¹

Entalpía de disociación del F₂: ΔH_{disoc} = 150,6 kJ·mol⁻¹

Energía de ionización del Li: EI = 520 kJ·mol⁻¹

Afinidad electrónica del F: AE = -333 kJ·mol⁻¹

Representamos el ciclo de Born-Haber para el LiF(s):



La variación global de energía en el proceso será igual a la suma de las variaciones de energía de las diferentes etapas: ΔH_f^o = ΔH_{sub} + ½ ΔH_{disoc} + EI + AE + ΔH_{red}

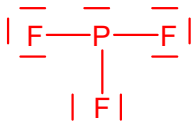
$$-594,1 = 155,2 + 75,3 + 520 - 333 + \Delta H_{\text{red}} \quad ; \quad \Delta H_{\text{red}} = -1011,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- b) Justifique si la energía de red del NaCl(s) será mayor o menor (en valor absoluto), que la del LiF(s).

Será menor, porque las cargas de los iones son las mismas que en el LiF, pero su tamaño es mayor en el NaCl, por lo que la distancia entre los iones será mayor, y por tanto la energía reticular será menor (según la ecuación de Born-Landé).

2021 (mayores de 25)

2. I) Represente la estructura de Lewis del PF₃ y explique la geometría y polaridad de dicha molécula.



El átomo central está rodeado por 4 pares de electrones, tres enlazantes y un par solitario (molécula tipo AB₃E). Por tanto, la geometría de la molécula es de pirámide trigonal y la molécula será polar.

- II) Considere los haluros de sodio NaCl y NaBr, que cristalizan en el mismo tipo de red:

- a) Justifique brevemente cuál de ellos tendrá un punto de fusión mayor.

Tendrá mayor p.f. el NaCl, pues según la ecuación de Born-Landé, la energía reticular es inversamente proporcional a la distancia interiónica. Como el anión Cl⁻ tiene un radio menor que el Br⁻, la distancia interiónica será menor en el NaCl, y por tanto su energía de red será mayor y también su p.f., que es proporcional a la energía de red. (p.f._{NaCl} = 801°C y p.f._{NaBr} = 747°C).

- b) Explique si los haluros NaCl y NaBr son buenos conductores. No son buenos conductores en estado sólido, porque son sólidos iónicos, en los que los iones están fijos en la red cristalina y no tienen movilidad. (Sí que serían buenos conductores al fundirse, o en disolución).

🌀 2021 (junio)

2. I) Considere las siguientes sustancias: Ca(s), CaCl₂(s), Cl₂(g) y HCl(g).

a) Indique el tipo de enlace predominante entre los átomos de cada una de ellas.

Ca: enlace metálico

CaCl₂: enlace iónico (porque se enlazan un metal con un no metal).

Cl₂ y HCl: enlace covalente (porque se unen dos no metales, que comparten electrones)

b) ¿Cuál de ellas presentará mayor conductividad, a temperatura ambiente?

El Ca será el mejor conductor porque es un metal (los electrones pueden moverse a lo largo de la red de iones Ca²⁺).

c) ¿En cuál de ellas las moléculas se encontrarán unidas principalmente por enlaces de Van der Waals del tipo dipolo instantáneo – dipolo inducido? Explique en qué consiste este tipo de enlace.

Sólo en el Cl₂, que es un compuesto covalente apolar.

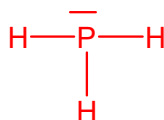
Debido al movimiento de los electrones, se generan dipolos instantáneos que actúan sobre otra molécula próxima generando en ella un dipolo inducido. Ambos dipolos interaccionan, generando fuerzas intermoleculares débiles.

II) ¿Qué punto de fusión será menor, el del Cl₂ o el del Br₂? Justifique su respuesta.

Será menor el pf del Cl₂ (-101 °C) que el del Br₂ (-7.2 °C), porque las fuerzas de London (enlaces de Van der Waals dipolo instantáneo-dipolo inducido) aumentan al aumentar el tamaño de las moléculas apolares, debido a que la nube electrónica es más grande y, por tanto, más polarizable.

🌀 2021 (julio)

2. I) Represente la estructura de Lewis de la fosfina, PH₃, y en base a ella explique la geometría y polaridad de dicha molécula.



El átomo central (P) está rodeado por 4 pares de electrones, lo que llevaría a una geometría tetraédrica para minimizar las repulsiones entre ellos. Sin embargo, dado que tres pares de electrones son enlazantes y el cuarto es un par solitario (molécula tipo AB₃E), la geometría real de la molécula es de pirámide trigonal.

Los enlaces P-H son polares, y al ser la geometría piramidal los momentos dipolares no se anulan entre sí, por lo que la molécula es polar.

II) Explique por qué el punto de ebullición del NH₃ (-33°C) es mucho mayor que el de la fosfina, PH₃ (-87,7 °C).

Ambas son moléculas covalentes polares (su geometría es piramidal trigonal). Se unen entre sí mediante enlaces de Van der Waals. Pero entre las moléculas del NH₃, además, se establecen enlaces de H, ya que el H está unido a un átomo de pequeño tamaño y muy electronegativo (F, O o N). Esto no ocurre en la fosfina, PH₃, por lo que su punto de ebullición es mucho menor.

III) Las siguientes sustancias son sólidas a temperatura ambiente: C, S, I₂ y Au. ¿Cuál de ellas es un sólido dúctil y maleable? Justifique su respuesta.

El Au, porque es la única que es un metal, y esa es una propiedad de los compuestos metálicos.

2022 (junio)

2. Considere las siguientes sustancias: hidracina ($\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$) y eteno ($\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$)

I) Represente sus estructuras de Lewis y en base a ellas explique cómo será la geometría en torno a los átomos de N y C, y si estas moléculas son o no planas.



Según la TRPECV, en la hidracina la geometría en torno a los átomos de N es de pirámide trigonal al haber un par solitario en cada N (geometría tipo AB_3E_1), luego esta molécula no será plana.

En el eteno la geometría en torno a los átomos de C es trigonal plana, pues cada C está unido a tres átomos y no hay pares solitarios (geometría tipo AB_3E_0). Al ser trigonal plana la geometría en torno a los dos átomos de C, la molécula será plana.

II) Una de estas dos sustancias se encuentra en estado líquido en el intervalo de temperatura 2°C - 114°C , muy similar al del H_2O . Explique de qué sustancia se trata y a qué se debe esta característica.

Se trata de la hidracina, pues sus moléculas estarán unidas entre sí mediante enlaces de H, debido a que los átomos de H están unidos a N (un átomo pequeño y muy electronegativo).

(En contraste, los puntos de fusión y ebullición del eteno son muy bajos: p.f: -169°C , p. ebul: -104°C)

III) Una de estas dos sustancias es muy soluble en agua. Explique brevemente cuál será.

La hidracina será muy soluble en agua porque es una sustancia polar (y además puede formar puentes de H con las moléculas de H_2O). (El eteno, por el contrario, es un hidrocarburo y es apolar)

IV) Explique brevemente si estas sustancias son o no conductoras de la electricidad.

No serán conductoras de la electricidad, porque son sustancias covalentes y por tanto los electrones se encuentran localizados en los enlaces.

2022 (julio)

2. Considere las siguientes sustancias: NaF, CaS, NaI, CaO.

I) Explique de qué dos principales factores depende la energía de red, según la ecuación de Born-Landé y, según ellos, ordene estas sustancias de mayor a menor energía reticular (en valor absoluto). (

Según la ecuación de Born Landé la energía de red, en valor absoluto, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a sus radios. Por tanto, las sales de iones monovalentes, NaF y NaI tendrán menor $|U|$ que las sales de iones divalentes, CaS y CaO.

Dentro de cada pareja, hay que fijarse en el tamaño de los iones. Como el anión I^- es mayor que F^- , la energía de red del NaI será menor que la del NaF, y como el anión S^{2-} es mayor que el O^{2-} , la energía de red del CaS será menor que la del CaO. Por tanto, el orden es: $|U|$: $\text{CaO} > \text{CaS} > \text{NaF} > \text{NaI}$

(Los valores reales de $|U|$ son: CaO: 3461; CaS: 3119, NaF: 910, NaI: 682 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

II) Explique, de forma general, si las sustancias anteriores conducen la electricidad.

Al ser sólidos iónicos, no son conductoras de la electricidad en estado sólido, porque los iones están fijos en la red y no tienen movilidad. Sin embargo, en disolución o al fundirse sí que conducen la electricidad porque los iones quedan libres para desplazarse.

III) Indique, para las cuatro sustancias en conjunto (sin distinguir entre ellas ni ordenarlas), si sus puntos de fusión serán altos o bajos, si serán solubles en disolventes polares o no polares y si serán sólidos duros o blandos.

Sus p.f y p. ebul. serán altos, serán solubles en disolventes polares y serán sólidos duros

2022 (mayores de 25)

2. I) Los halógenos se encuentran en la naturaleza como moléculas diatómicas, pero sus propiedades físicas son muy distintas a temperatura ambiente: el F_2 y el Cl_2 son gases, el Br_2 es un líquido y el I_2 es un sólido que sublima fácilmente. Explique razonadamente a qué se deben estas diferencias.

Todos ellos son sustancias covalentes moleculares, formadas por moléculas diatómicas apolares que interaccionan entre sí mediante fuerzas de dispersión de London (interacciones dipolo instantáneo-dipolo inducido). Estas fuerzas aumentan al aumentar el tamaño de las moléculas (debido a que la nube electrónica es más grande y, por tanto, más polarizable) y por tanto aumentan en el orden $F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$, lo que hace que los puntos de fusión y ebullición aumenten también en ese orden, explicando sus distintos estados físicos a t.a.

- II) Explique brevemente si los halógenos descritos en el apartado anterior serán conductores de la electricidad a temperatura ambiente.

No lo serán, porque son sustancias covalentes. Los electrones están localizados en los enlaces y por tanto no son buenos conductores

- III) Explique por qué el punto de ebullición del HF (19.5°C) es mucho mayor que el del HCl (-85°C).

Ambos haluros de hidrógeno son moléculas covalentes polares que están unidas entre sí mediante enlaces de Van der Waals del tipo dipolo permanente-dipolo permanente. Pero entre las moléculas de HF se establecen además enlaces de H, ya que el H está unido a un átomo de pequeño tamaño y muy electronegativo (F, O ó N). Esto no ocurre en el HCl, por lo que su punto de ebullición es mucho menor

2023 (mayores de 25)

2. I) Represente las estructuras de Lewis del H_2O y H_2S , y en base a ellas explique la geometría y polaridad de estas moléculas.

Ambas moléculas tienen la misma estructura de Lewis: $H-\overset{\text{---}}{\underset{\text{---}}{O}}-H$ $H-\overset{\text{---}}{\underset{\text{---}}{S}}-H$

El átomo central (O o S) está rodeado por 4 pares de electrones, de los que dos son enlazantes y dos son pares solitarios (molécula tipo AB_2E_2). Por tanto, la geometría de ambas moléculas es angular y son polares (los enlaces H-O y H-S son polares y los momentos dipolares no se anulan al no ser la molécula lineal)

- II) Explique por qué a temperatura ambiente el H_2O es un líquido y el H_2S es un gas.

Ambos son compuestos covalentes moleculares, por lo que sus puntos de fusión y ebullición dependen de la intensidad de las fuerzas intermoleculares. Estas serán por un lado fuerzas de Van der Waals: dipolo instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de dispersión de London) y dipolo permanente-dipolo (porque son moléculas polares). Pero en el H_2O , además, las moléculas se unen entre sí mediante enlaces por puente de H, que son muy fuertes, por lo que su punto de ebullición será mayor que el del H_2S . En concreto, el punto de ebullición del agua es de 100°C (es líquida a t.a.), mientras que para el H_2S el p.ebull. es -60°C (es un gas a t.a.)

2023 (junio)

2. Considere el gas metano y el gas butano y, basándose en las características de su enlace:

a) Indique qué tipo de compuestos son (metálicos, iónicos, covalentes atómicos o covalentes moleculares). **Son compuestos covalentes moleculares**

b) Razone cuál de ellos tendrá un mayor punto de ebullición.

Al tratarse de compuestos covalentes moleculares, sus puntos de ebullición dependerán de las fuerzas intermoleculares. Como se trata de moléculas apolares (en general, debido a la baja diferencia de electronegatividad entre C e H, todos los hidrocarburos se consideran moléculas apolares), sus moléculas estarán unidas por fuerzas de dispersión de London (fuerzas de van der Waals dipolo instantáneo-dipolo inducido). Estas fuerzas aumentan al aumentar el tamaño de las moléculas, por lo que el punto de ebullición del butano (C₄H₁₀) será mayor que el del metano (CH₄). (En concreto, el punto de ebullición del butano es de -1 °C mientras que el del metano es de -161.6°C).

c) Explique si serán conductores de la electricidad.

Al ser compuestos covalentes no son conductores de la electricidad, pues los electrones se encuentran localizados en los enlaces.

d) Explique cómo será su solubilidad en agua, comparada con la del amoníaco (NH₃).

Al formar moléculas apolares, el metano y el butano serán mucho menos solubles en agua que el NH₃, que es un compuesto covalente molecular cuyas moléculas sí son polares y que además pueden formar puentes de H con el agua.

(La solubilidad del NH₃ en agua, a 20 °C, es de 34 g en 100 mL, mientras que la del butano es de 6.1 mg/100mL y la del metano de 2.2 mg/100 mL. Además, las disoluciones de NH₃ en agua son básicas, formándose hidróxido amónico, NH₄OH).

2023 (julio)

2. a) Dibuje el ciclo de Born-Haber para la formación del MgO(s) a partir de Mg(s) y O₂(g), y determine su entalpía de formación, a partir de los siguientes datos:

$$EI^1(\text{Mg}) = 738 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}; EI^2(\text{Mg}) = 1451 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{sub}}(\text{Mg}) = 148 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}, \Delta H_{\text{red}}(\text{MgO}) = -3791 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

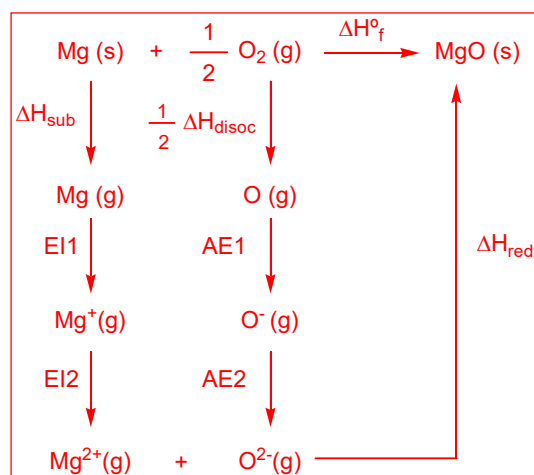
$$AE^1(\text{O}) = -141 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}; AE^2(\text{O}) = +798 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{disoc}}(\text{O}_2) = 498 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La variación global de energía en el proceso será igual a la suma de las variaciones de energía de las diferentes etapas:

$$\Delta H^{\circ}_f = \Delta H_{\text{sub}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{disoc}} + EI1 + EI2 + AE1 + AE2 + \Delta H_{\text{red}} = \\ = 148 + 249 + 738 + 1451 - 141 + 798 - 3791 = -548 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

(El valor real es $\Delta H^{\circ}_f [\text{MgO}(\text{s})] = -602 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. La diferencia se debe a que el enlace en el MgO tiene un cierto carácter covalente, y por tanto es más fuerte que lo que predice el ciclo de Born-Haber, que es un modelo puramente iónico).

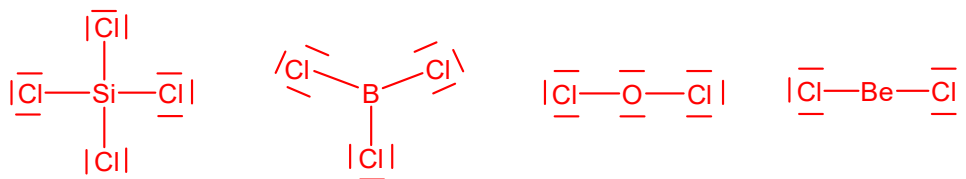


b) Explique la diferencia de signo entre la primera y la segunda afinidad electrónica del O.

La AE1 es negativa, porque la captación de un primer electrón por un átomo suele ser un proceso exotérmico. Sin embargo, la AE2 siempre es positiva, porque para que un anión capte un electrón hay que suministrar energía para vencer las repulsiones electrostáticas.

2024 (mayores de 25)

2. I) Represente las estructuras de Lewis del SiCl_4 , BCl_3 , OCl_2 y BeCl_2 , y en base a ellas indique (no hace falta explicar) la geometría y polaridad de dichas moléculas.



SiCl_4 : Geometría tetraédrica, molécula apolar.

(El átomo central (S) está rodeado por 4 pares de electrones enlazantes (molécula tipo AB_4E_0). Para minimizar las repulsiones entre ellos, la geometría es tetraédrica. Debido a la simetría de la molécula, los momentos dipolares de los enlaces Si-Cl se anulan, y la molécula es apolar).

BCl_3 : Geometría trigonal plana (o triangular). Molécula apolar.

(El átomo central (B) está rodeado por 3 pares de electrones enlazantes (molécula tipo AB_3E_0). Para minimizar las repulsiones entre ellos, la geometría es trigonal plana (o triangular). Debido a la simetría, los momentos dipolares de los enlaces B-Cl se anulan, y la molécula es apolar).

OCl_2 : Geometría angular. Molécula polar.

(El átomo central (O) está rodeado por 4 pares de electrones: 2 enlazantes y 2 solitarios (AB_2E_2). Para minimizar las repulsiones entre ellos, se disponen tetraédricamente, pero al haber dos pares no enlazantes la geometría resultante para la molécula es angular. Los momentos dipolares de los enlaces O-Cl no se anulan, al no ser la molécula lineal, por lo que la molécula es polar).

BeCl_2 : Geometría lineal. Molécula apolar

(El átomo central (Be) está rodeado por 2 pares de electrones enlazantes (AB_2E_0). Para minimizar las repulsiones entre ellos, la geometría de la molécula es lineal. Debido a la simetría de la molécula, los momentos dipolares de los enlaces Be-Cl se anulan, y la molécula es apolar).

II) Indique si alguna de las moléculas anteriores no cumple la regla del octeto.

El **BCl_3** y el **BeCl_2** , porque el B sólo tiene 3 pares de electrones y el Be 2 pares (en realidad, la regla del octeto sólo es completamente válida para C, N, O y F)